

In the name of Allah, the Most Gracious, the Most Merciful



### Copyright disclaimer

"La faculté" is a website that collects copyrights-free medical documents for non-lucrative use.

Some articles are subject to the author's copyrights.

Our team does not own copyrights for some content we publish.

"La faculté" team tries to get a permission to publish any content; however, we are not able to contact all the authors.

If you are the author or copyrights owner of any kind of content on our website, please contact us on:  
facadm16@gmail.com

All users must know that "La faculté" team cannot be responsible anyway of any violation of the authors' copyrights.

Any lucrative use without permission of the copyrights' owner may expose the user to legal follow-up.



REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE



Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche  
Scientifique



UNIVERSITE D'ALGER 1

FACULTE DE MEDECINE D'ALGER

POLYCOPIER POUR

1<sup>re</sup> ANNEE MEDECINE

ET

MEDECINE DENTAIRE

**BIOENERGETIQUE**

Auteurs :

- Dr KASSOUL
- Dr MOUSSAOUI
- Dr DOUAIBIA
- Dr SOBHI
- Pr AIT ABDELKADER Bélaïd
- Pr CHIKOUCHE Ammar
- Pr GRIENE Lakhdar

# BIOENERGETIQUE

## PLAN

### **I/GENERALITES**

### **II/ BIOENERGETIQUE ET THERMODYNAMIQUE**

- ✓ Le 1<sup>er</sup> principe : conversion d'énergie
- ✓ Le 2<sup>ème</sup> principe : augmentation de l'entropie

### **III/ NOTION DE L'ENERGIE LIBRE DE GIBBS G**

- 1/Définition
- 2/L'énergie libre de Gibbs et la constante d'équilibre
- 3/La nature additive des  $\Delta G$  et couplage réactionnel

### **IV/MOLECULES A HAUT POTENTIEL ENERGETIQUE**

- 1/L'adénosine triphosphate : ATP
- 2/Autres phospho-dérivés riches en énergie
- 3/Les liaisons thioesters

### **V/ VARIATION D'ENERGIE LIBRE ET LE POTENTIEL REDOX**

- 1/ Les réactions d'oxydoréduction
- 2/ La  $\Delta G^0$  et  $\Delta G$  d'une réaction d'oxydoréduction

### **VI/ LA RESPIRATION CELLULAIRE : LA CHAINE RESPIRATOIRE ET LA PHOSPHORYLATION OXYDATIVE**





- 1/ Généralités
- 2/ Localisation
- 3/ Description de la chaine respiratoire
- 4/ Fonctionnement de la chaine respiratoire

## I/GENERALITES

- Pour survivre, croître et se reproduire, les cellules de tout organisme vivant ont besoin d'énergie.
- Cette énergie est peut être qualifiée de :
  - Chimique : celle qui permet de réaliser une réaction chimique dans diverses voies métaboliques.
  - Mécanique : celle qui permet de réaliser un mouvement au cours de la contraction musculaire.
  - Calorifique : lorsqu'il y a production de chaleur.
  - Osmotique : celle qui permet de réaliser des transferts de molécules grâce à un gradient de concentration dans les divers compartiments cellulaires.
  - Electrique : celle qui permet de réaliser des transferts de molécules grâce à gradient ionique gérés par des potentiels membranaires.
- Chez l'homme, c'est l'énergie chimique des substances ingérées (glucides, lipides, acides aminés, bases puriques et pyrimidiques) qui sera utilisée pour être convertie en d'autres formes d'énergie.

La science qui étudie l'ensemble de ces réactions énergétiques au niveau des cellules de l'organisme vivant est appelée **BIOENERGETIQUE**.

## II/ BIOENERGETIQUE ET THERMODYNAMIQUE

- La production d'énergie obéit aux lois de la thermodynamique qui comportent deux principes.
- **Le concept de système**
  -  Un système est la partie de l'univers étudiée, c'est l'ensemble de matière qui doit subir des changements physiques ou chimiques, tout ce qui entoure le système est son environnement ;
  -  Exemples de systèmes : un organisme, une cellule, deux composés impliqués dans une **réaction chimique** ;
  -  Un système est dit ouvert lorsque l'échange d'énergie et de matière se fait avec l'environnement, ex : la cellule vivante.
  -  Un système est dit isolé : quand il n'y a ni échange de matière ni échange d'énergie avec l'environnement, ex : l'univers.

✓ **Le 1<sup>er</sup> principe : conversion d'énergie**

- Quantité totale de l'énergie reste **constante** : il n'y a ni création, ni perte d'énergie, mais uniquement des transformations d'énergie.

« Rien ne se perd, rien ne se forme, tout se transforme » Antoine Lavoisier.

- Exemple : l'hydrolyse de l'ATP (énergie chimique) est nécessaire à la contraction musculaire (énergie mécanique) => transformation d'une forme d'énergie à une autre.

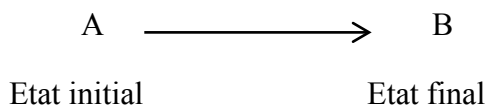
✓ **Le 2<sup>ème</sup> principe : augmentation de l'entropie**

- Lors de la production d'énergie, les systèmes intervenants évoluent d'un état ordonné vers un état moins ordonné.
- Le désordre obtenu est appelé **Entropie (= S)**.
- La mesure quantitative de la variation de ce désordre (d'un état initial à un état final) est désignée par la variation de l'entropie ( **$= \Delta S$** ).

### **III/ NOTION DE L'ENERGIE LIBRE DE GIBBS G**

**1/Définition** : l'énergie libre de Gibbs « G » est l'énergie d'un système qui produit un **travail utile** dans des conditions de température et de pression constantes.

Soit comme système la réaction biochimique :



**\*Notion de l'énergie interne U et l'enthalpie H**

U : l'énergie totale contenue dans un système, pour une molécule donnée c'est l'énergie de liaisons, de vibration et de rotation.

$\Delta U$  : variation de l'énergie interne, c'est la variation d'énergie entre l'état final et initial, dans notre système,  $\Delta U = U_B - U_A = q - w$  ou :

q : quantité de chaleur échangée avec le système ;

w : travail effectué par le système sur environnement ou inversement ;

$w = v \Delta p$ , P : pression, V : volume, dans la cellule la pression est constante =>  $\Delta p = 0$   
donc  $w = 0$

Donc :  $\Delta U = q = \Delta H$  c'est **l'enthalpie**

**L'enthalpie H** : est la quantité totale de l'énergie. Elle constitue la quantité de chaleur contenue dans le système.

$\Delta H$  : est la chaleur dissipée ou absorbée par une réaction :

⇒ Si  $\Delta H < 0$  : la réaction est **exothermique**, elle libère de la chaleur.

⇒ Si  $\Delta H > 0$  : la réaction est **endothermique**, elle consomme de la chaleur.

**Remarque**

L'unité de mesure de toutes ces énergies et variation d'énergie est joules/mole ou calories/mole. 1calorie= 4,184 joules.

**\*Relation entre l'enthalpie H et l'énergie libre de Gibbs**

L'enthalpie est l'énergie totale, l'énergie libre de Gibbs est la partie de l'énergie susceptible de fournir un travail. La différence est l'énergie entropique ou l'énergie du désordre définit par  $T \times S$ .

$$\Rightarrow H = G + TS \quad (T : \text{température})$$

$$\text{Donc } G = H - TS$$

⇒

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

**Intérêt majeur du  $\Delta G$**

-  $\Delta G$  permet de prévoir le sens d'une réaction chimique :

⇒ Si  $\Delta G < 0$  : la réaction est **exergonique** ou spontanée, elle se fait spontanément de A vers B.

⇒ Si  $\Delta G > 0$  : la réaction est dite **endergonique**, elle se fait que s'il y a un apport extérieur en énergie.

⇒  $\Delta G = 0$  : la réaction se fait sans consommation d'énergie, elle tend vers l'équilibre.

**2/L'énergie libre de Gibbs et la constante d'équilibre**

Soit l'équilibre suivant :



**\*Définition d'état standard ou conditions standards chimiques et biochimiques**

En chimie:

- Une pression de 1 atmosphère.
- Une température de 25°C, soit 298°K.
- Une concentration de chaque réactant à 1M (1mole/l).
- Un pH= 0.

⇒ Dans ces conditions l'énergie libre standard de Gibbs est notée :  $G^\circ$ .

En biochimie:

- Le pH= 7 (le pH cellulaire)

⇒ Dans ces conditions l'énergie libre standard de Gibbs est notée:  $G^{\circ'}$

Pour la réaction biochimique (1)

L'énergie libre d'une molécule (A,B,C,D) à la concentration à laquelle se retrouve dans le milieu est liée à l'énergie libre standard  $G^{\circ'}$ ,

Exemple pour A :  $G_A = G_A^{\circ'} + RT \ln [A] \dots\dots\dots (2)$

$G_A^{\circ'}$  : l'énergie libre de Gibbs à l'état standard biochimique.

R : constante des gaz parfaits : 8,31 J/mol/K

T : la température absolue en degrés Kelvin.

[A] : concentration de la molécule A.

La variation de l'énergie libre de Gibbs de la réaction (1) :

$$\Delta G = (G_C + G_D) - (G_A + G_B)$$

Lorsqu'on substitue l'énergie libre de chaque composé par la relation (2), on obtient :

$$\Delta G = (G_C^{\circ'} + RT \ln [C]) + (G_D^{\circ'} + RT \ln [D]) - (G_A^{\circ'} + RT \ln [A]) - (G_B^{\circ'} + RT \ln [B])$$

$$\Delta G = (G_C^{\circ'} + G_D^{\circ'} - G_A^{\circ'} - G_B^{\circ'}) + RT \ln ([C] [D] / [A] [B])$$

$$\Rightarrow \Delta G = \Delta G^{\circ'} + RT \ln ([C] [D] / [A] [B])$$

-A l'équilibre la variation de l'énergie libre de la réaction est nulle :

$$\Delta G = 0 \Rightarrow \Delta G^0 + RT \ln ([C]_{\text{eq}} [D]_{\text{eq}} / [A]_{\text{eq}} [B]_{\text{eq}}) = 0$$

$$([C]_{\text{eq}} [D]_{\text{eq}} / [A]_{\text{eq}} [B]_{\text{eq}}) = K_{\text{eq}}$$

⇒

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_{\text{eq}}$$

- On peut ainsi déterminer  $\Delta G^0$  d'une réaction à partir de la constante d'équilibre et inversement la constante d'équilibre à partir de  $\Delta G^0$ .
- La relation entre  $\Delta G^0$  et  $K_{\text{eq}}$

#### Exemple d'application

La phosphoglucosomérase catalyse la réaction :  
Glucose-6-Phosphate  $\longleftrightarrow$  Fructose-6-Phosphate  
Avec  $K_e = 2$  On en déduit que :

$$\Delta G^0 = -8,314 \times 298 \times \ln 2 = -1.7 \text{ kJ/mol.}$$

#### Exemples de $\Delta G^0$ de certaines réactions

Standard Free-Energy Changes of Some Chemical Reactions at pH 7.0 and 25 °C (298 K)		
Reaction type	$\Delta G^0$	
	(kJ/mol)	(kcal/mol)
<b>Hydrolysis reactions</b>		
Acid anhydrides		
Acetic anhydride + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ 2 acetate	-91.1	-21.8
ATP + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ ADP + P <sub>i</sub>	-30.5	-7.3
ATP + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ AMP + PP <sub>i</sub>	-45.6	-10.9
PP <sub>i</sub> + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ 2P <sub>i</sub>	-19.2	-4.6
UDP-glucose + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ UMP + glucose 1-phosphate	-43.0	-10.3
Esters		
Ethyl acetate + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ ethanol + acetate	-19.6	-4.7
Glucose 6-phosphate + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ glucose + P <sub>i</sub>	-13.8	-3.3
Amides and peptides		
Glutamine + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ glutamate + NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	-14.2	-3.4
Glycylglycine + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ 2 glycine	-9.2	-2.2
Glycosides		
Maltose + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ 2 glucose	-15.5	-3.7
Lactose + H <sub>2</sub> O $\longrightarrow$ glucose + galactose	-15.9	-3.8
Rearrangements		
Glucose 1-phosphate $\longrightarrow$ glucose 6-phosphate	-7.3	-1.7
Fructose 6-phosphate $\longrightarrow$ glucose 6-phosphate	-1.7	-0.4
Elimination of water		
Malate $\longrightarrow$ fumarate + H <sub>2</sub> O	3.1	0.8
Oxidations with molecular oxygen		
Glucose + 6O <sub>2</sub> $\longrightarrow$ 6CO <sub>2</sub> + 6H <sub>2</sub> O	-2,840	-686
Palmitate + 23O <sub>2</sub> $\longrightarrow$ 16CO <sub>2</sub> + 16H <sub>2</sub> O	-9,770	-2,338



### 3/La nature additive des $\Delta G$ et couplage réactionnel

Les variations de l'énergie libre de deux réactions sont additives.

- Ainsi, une réaction endergonique, thermodynamiquement défavorable peut être couplée à une réaction exergonique, thermodynamiquement favorable, la somme de leurs  $\Delta G$  doit être négative.
- Exemple de la première réaction de la glycolyse : Glucose  $\rightarrow$  Glucose-6-phosphate.



$\Delta G^{\circ} 1 = + 3 \text{ kcal/mol}$  (endergonique)



$\Delta G^{\circ} 2 = -7 \text{ kcal/mol}$  (exergonique)



---

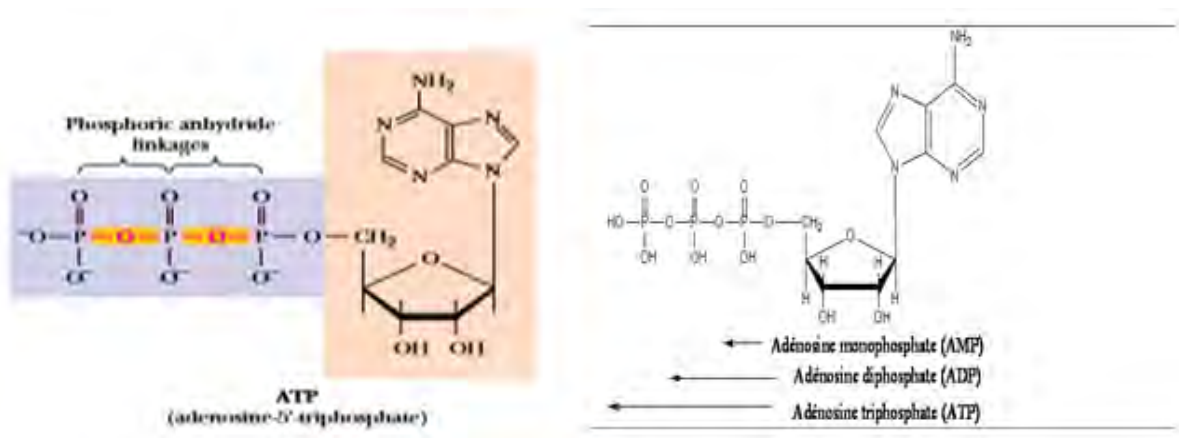
$\Delta G^{\circ} = - 4 \text{ kcal/mol}$

$\Rightarrow$  Réaction possible

### IV/MOLECULES A HAUT POTENTIEL ENERGETIQUE

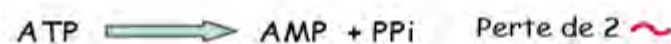
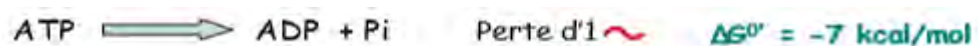
Ce sont des molécules qui ont des liaisons dont l'hydrolyse libère beaucoup d'énergie.

#### 1/L'adénosine triphosphate : ATP



- ✚ L'ATP est la molécule universelle pour transférer de l'énergie libre, et possède deux liaisons phosphoanhydre très riches en énergie.

- ✚ Son hydrolyse :



- ✓ Apporte l'énergie nécessaire aux réactions endergoniques (ex synthèse des lipides, glycogène,...).
- ✓ Donneur de groupement phosphate et l'énergie nécessaire à la phosphorylation.



Phosphodérivés	$\Delta G'$ kcal/mol	Potentiel de transfert
Phosphoénolpyruvate (PEP)	-14,8	14,8
Phosphoglycéroïlphosphate	-11,8	11,8
Phosphocréatine	-10,3	10,3
Acétylphosphate	-10,3	10,3
Phosphoarginine	-7,7	7,7
ATP	-7,3	7,3
Glucose-1-P	-5,0	5,0
Fructose-6-P	-3,8	3,8
Glucose-6-P	-3,3	3,3

- **L'oxydation** : *perte* d'électron(s) ou d'hydrogène(s).
- **La réduction** : *gain* d'électron(s) ou d'hydrogène(s).

- **Un oxydant** (ox) : est l'accepteur d'électrons
- **Un réducteur** (red): est le donneur d'électrons
- **Couple rédox** (ox/réd) :  $\text{réd} \longrightarrow \text{ox} + e^-$
- Une oxydation est toujours *couplée* à une réduction d'où le terme d'oxydoréduction, avec deux couples rédox :  $\text{réd1} \longrightarrow \text{ox1} + e^-$  (1<sup>ère</sup> demi-réaction oxydation)  
 $\text{ox2} + e^- \longrightarrow \text{réd2}$  (2<sup>ème</sup> demi- réaction réduction)  
 $\rightleftharpoons \text{Réd1} + \text{ox2} \longleftrightarrow \text{ox1} + \text{réd2} \dots \dots \dots (3)$
- Les électrons sont transférés spontanément d'un couple à l'autre, du réducteur le plus fort (réd1) qui sera oxydé à l'oxydant le plus fort (ox2), qui sera réduit.
- Cette *force réductrice* est évaluée par *le potentiel redox standard* du couple  $E_0'$  par rapport à celui de l'hydrogène considéré comme potentiel de référence  $2H^+/H_2$  :  
 - 0,42V à pH=7.
- Quand  $E_0'$  d'un couple est inférieur à celui de l'hydrogène : le couple est plus réducteur.
- Lorsque  $E_0'$  d'un couple est supérieur à celui de l'hydrogène : le couple est plus oxydant.

Couples Redox et Réactions de dissociation	$E^0$ (V)
Acétate + $2 H^+ + 2e^- \longleftrightarrow$ Acétaldéhyde	- 0.58
$2 H^+ + 2e^- \longleftrightarrow H_2$	- 0.421
Cétoglutarate + $CO_2 + 2 H^+ + 2e^- \longleftrightarrow$ isocitrate	- 0.38
$NAD^+ + 2 H^+ + 2e^- \longleftrightarrow NADH, H^+$	- 0.32
$NADP^+ + 2 H^+ + 2e^- \longleftrightarrow NADPH, H^+$	- 0.32
Acétaldéhyde + $2 H^+ + 2e^- \longleftrightarrow$ éthanol	- 0.197
Pyruvate + $2 H^+ + 2e^- \longleftrightarrow$ lactate	- 0.185
Fumarate + $2 H^+ + 2e^- \longleftrightarrow$ succinate	- 0.03
Ubiquinone + $2 H^+ + 2e^- \longleftrightarrow$ ubiquinol	+ 0.10
$2 \text{ Cyt } b_0 \text{ ox} + 2e^- \longleftrightarrow 2 \text{ Cyt } b_0 \text{ red}$	- 0.06
$2 \text{ Cyt } b_{559} \text{ ox} + 2e^- \longleftrightarrow 2 \text{ Cyt } b_{559} \text{ red}$	+ 0.055
$2 \text{ Cyt. C ox} + 2e^- \longleftrightarrow 2 \text{ Cyt. C red}$	+ 0.254
$2 \text{ Cyt f ox} + 2e^- \longleftrightarrow 2 \text{ Cyt f red}$	+ 0.365
$2 \text{ Cyt. } a_3 \text{ ox} + 2e^- \longleftrightarrow 2 \text{ Cyt. } a_3 \text{ red}$	+ 0.385
$\frac{1}{2} O_2 + 2 H^+ + 2e^- \longleftrightarrow H_2O$	+ 0.815

**Tableau1** : quelques couples rédox et leur  $E_0'$

- Hors conditions standard, le potentiel rédox est déterminé par **la loi de NERST** :

$$E = E'_0 + \frac{R.T}{n.F} \ln \frac{[Ox]}{[réd]}$$

Ou :

R : constante des gaz parfaits : 8,314 J/mol/K.

T : température absolue en degrés Kelvin (°K).

n : nombre d'électron transférés.

F : constante de Faraday : 96500 coulombs.

[Ox], [réd] : concentrations respectives de l'oxydant et du réducteur d'un couple.

$E'_0$  : potentiel rédox du couple dans les conditions standards

## **2/ La $\Delta G^0$ et $\Delta G$ d'une réaction d'oxydoréduction**

Elles sont données par la relation :

$$\Delta G'_0 = - n F \Delta E'_0 \quad \text{ou} \quad (\text{lorsque } \Delta E=0 \text{ par analogie à } \Delta G=0)$$

$$\Delta E'_0 = - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Ox1].[Red2]}{[Red1].[Ox2]}$$

$$\Delta G = -nF \Delta E$$

- On peut donc prévoir le sens de la réaction et sa spontanéité :

Si  $\Delta E'_0 < 0$ , alors  $\Delta G'_0 > 0$  : la réaction n'est pas spontanément possible.

Si  $\Delta E'_0 > 0$ , alors  $\Delta G'_0 < 0$  : la réaction est spontanément possible.

- Une réaction d'oxydoréduction est favorisée dans le sens des potentiels redox croissants, les électrons passent du couple rédox ayant le potentiel redox le plus faible vers celui dont le potentiel redox est le plus élevé.

### **Exemple de calcul de $\Delta G'_0$ d'une réaction d'oxydoréduction**

Soit les deux couples :

$\text{NAD}^+/\text{NADH}, \text{H}^+$  (1)  $E_0' = -0,32 \text{ V} \dots\dots (1)$  « plus réducteur ».

Ubiquinone/ubiquinol (2)  $E_0' = +0,1 \text{ V} \dots (2)$

Les demi -réactions :  $\text{NADH}, \text{H}^+ \longrightarrow \text{NAD}^+ + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

$\text{Ubiquinone} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{ubiquinol}$

La réaction d'oxydoréduction :  $\text{NADH}, \text{H}^+ + \text{Ubiquinone} \longrightarrow \text{NAD}^+ + \text{ubiquinol}$

$\Delta E_0' = E_0'(2) - E_0'(1) = +0,1 - (-0,32) = 0,42 \text{ V} \Rightarrow$

$\Delta G_0' = -n F \Delta E_0' = -2 \times 96500 \times 0,42 = -81060 \text{ joules/mol}$

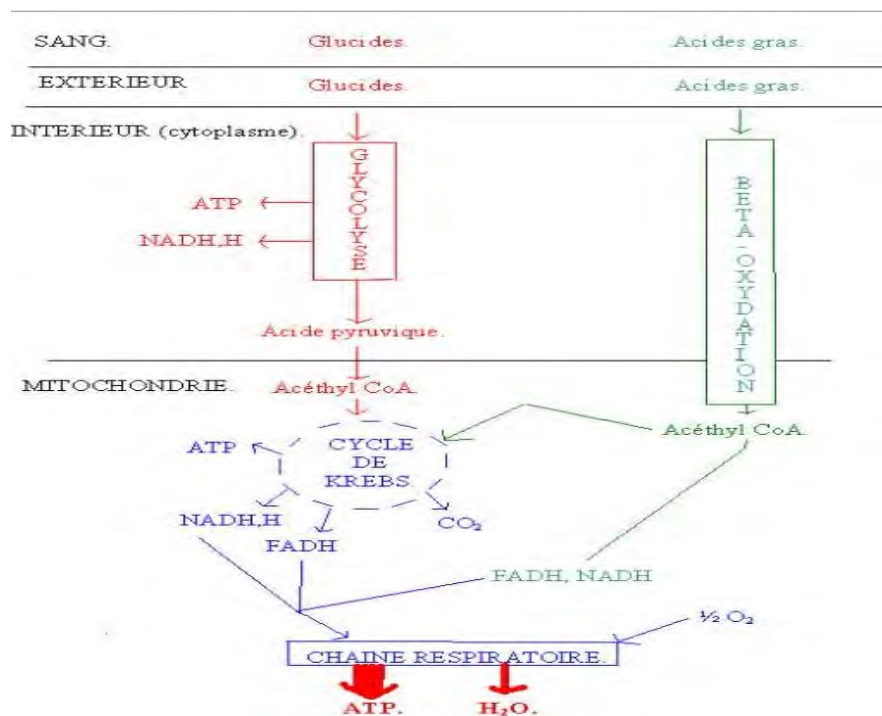
## VI/ LA RESPIRATION CELLULAIRE : LA CHAÎNE RESPIRATOIRE ET LA PHOSPHORYLATION OXYDATIVE

### 1/ Généralités

Les réactions de *dégradations oxydatives (catabolisme)* des substrats énergétiques (les glucides, les lipides et les acides aminés) aboutissent à la production d'énergie via :

- ✓ La libération directe de l'ATP.
- ✓ La formation de coenzymes réduits  $\text{NADH}, \text{H}^+$ , et  $\text{FADH}_2$  qui sont à l'origine de la synthèse de l'ATP par phosphorylation oxydative.

Les coenzymes réduits ont un haut potentiel énergétique du aux électrons qu'ils transfèrent.



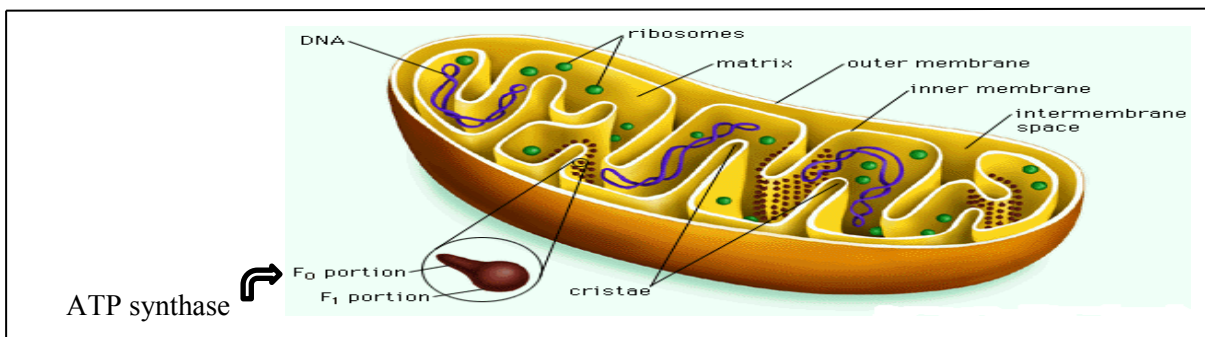
Les coenzymes réduits sont retransformés en  $\text{NAD}^+$  par ré-oxydation dans la chaîne respiratoire =>

- ✓ Régénération du  $\text{NAD}^+$  et du FAD nécessaires aux réactions du catabolisme.
- ✓ Synthèse de l'ATP à partir de l'ADP dans la chaîne respiratoire (phosphorylation de l'ADP).

⇒ D'où le terme **PHOSPHORYLATION OXYDATIVE**

## 2/ Localisation

- Dans la mitochondrie et toujours : la chaîne respiratoire est localisée dans la membrane interne mitochondriale.



**Figure 1 : la mitochondrie**

## 3/ Description de la chaîne respiratoire

La chaîne respiratoire comprend :

- Quatre complexes fixes à la membrane interne mitochondriale :

COMPLEXE	COMPOSITION	TRANSFERT
<b>Complexe I :</b> NADH-coenzyme Q oxydoréductase	- 25 S/U protéiques - Coenzyme FMN - Atomes Fe- S	- Electrons - Protons (4)
<b>Complexe II :</b> Succinate-coenzyme oxydoréductase	- 4 S/U protéiques - Coenzyme FAD - Atomes Fe- S	- Electrons
<b>Complexe III :</b> Coenzyme Q – cytochrome c oxydoréductase	- 8 S/U protéique - Atomes Fe- S - Cytochrome b <sub>560</sub> , b <sub>566</sub> - Cytochrome c <sub>1</sub>	- Electrons - Protons (4)
<b>Cytochrome IV :</b> Cytochrome c oxydase	- Cytochrome a - Cytochrome a <sub>3</sub> - Deux ions cuivre	- Electrons - Protons (2)

S/U : Sous unité.

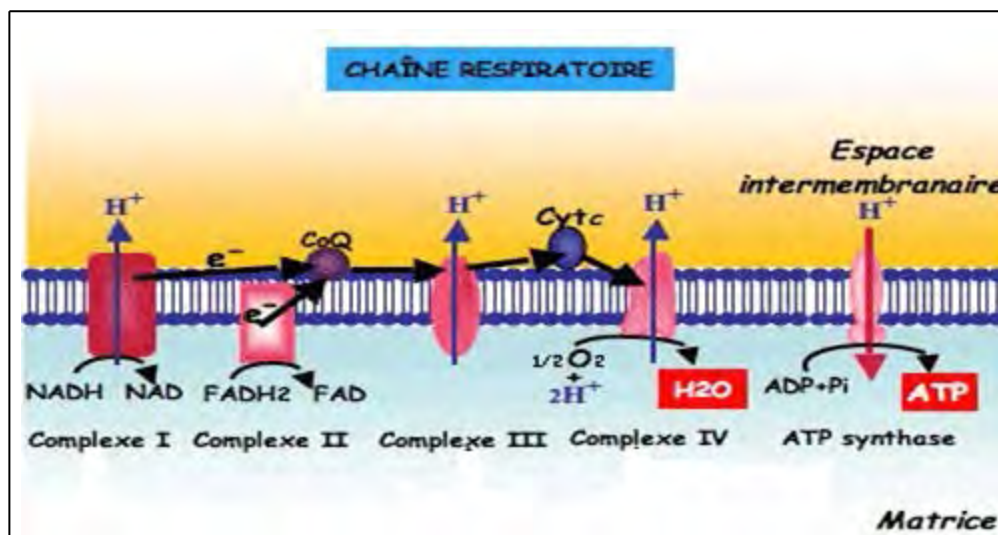
**Tableau 2** : les complexes de la chaîne respiratoire

- Deux transporteurs mobiles d'électrons : coenzyme Q, cytochrome c.

**Remarque**: les atomes du Fer et du Souffre se trouvent liés à des protéines dites centres Fe-S.

Les cytochromes : protéines possédant un noyau héménique (fer+ porphyrine).

#### 4/ Fonctionnement de la chaîne respiratoire



**Figure 2** : la chaîne respiratoire

- La direction du flux d'électrons le long de la chaîne respiratoire est déterminée par le potentiel d'oxydo-réduction, les électrons se déplacent de façon fragmentée en suivant l'ordre croissant du potentiel des molécules:



- L'accepteur ultime des équivalents réducteurs est l'oxygène :

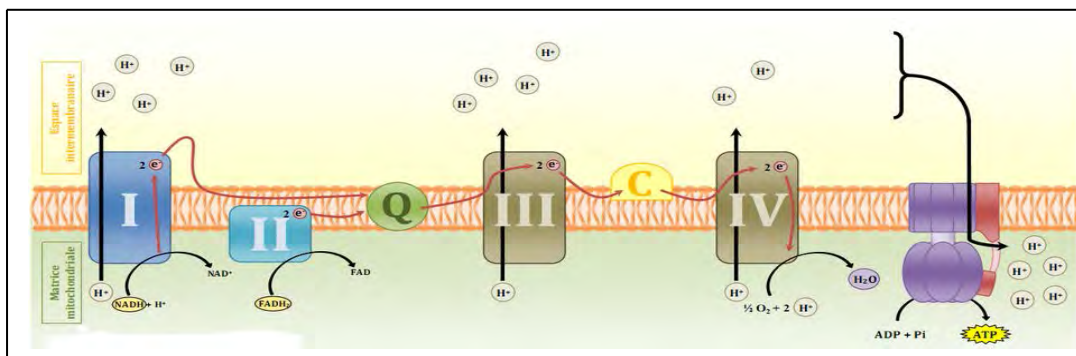
Couple Réd-Ox	Potentiel Réd-Ox ( $E^\circ$ )
$\text{NADH}^+/\text{NADH}, \text{H}^+$	-0,32 V
$\text{FMN}/\text{FMNH}_2$	-0,30 V
$\text{FAD}/\text{FADH}_2$	-0,05 V
$\text{Q}/\text{QH}_2$	+0,04 V
$\text{cyto b Fe}^{3+}/\text{cyto b Fe}^{2+}$	+0,07 V
$\text{cyto c1 Fe}^{3+}/\text{cyto c1 Fe}^{2+}$	+0,22 V
$\text{cyto c Fe}^{3+}/\text{cyto c Fe}^{2+}$	+0,25 V
$\text{cyto a Fe}^{3+}/\text{cyto a Fe}^{2+}$	+0,29 V
$\text{cyto a3 Fe}^{3+}/\text{cyto a3 Fe}^{2+}$	+0,55 V
$\frac{1}{2}\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	+0,82 V

**Tableau 3** : le potentiel rédox des couples intervenant dans la chaîne respiratoire

- Le complexe I reçoit les équivalents réducteurs du  $\text{NADH}, \text{H}^+$  et les passe au coenzyme Q, via le FMN et les protéines à centre fer- Soufre.
- Le complexe II reçoit les équivalents réducteurs du  $\text{FADH}_2$  et les passent au coenzyme Q via les protéines Fer-Souffre.
- Le complexe III reçoit les équivalents réducteurs du coenzyme Q réduit (par le complexe I et II) et les passe au cytochrome c via les cytochromes b et les atomes Fer-Souffre.
- Le complexe IV reçoit les équivalents réducteurs du cytochrome c et les passe à l'oxygène moléculaire, via les cytochromes a et  $\text{a}_3$  ainsi que les deux ions du cuivre.

### **NB :**

Les complexes I, III et IV sont des pompes à protons, le flux d'électrons à travers ces complexes s'accompagne d'un passage des protons de la matrice vers l'espace inter-membranaire. La réduction de  $\text{NADH}, \text{H}^+$  permet le passage de 10 protons et  $\text{FADH}_2$  de 6 protons.



**Figure 2** : passage de protons à travers les complexes I, II et IV

### **La phosphorylation de l'ADP : la théorie chimio-osmotique de MITCHELL**

- ✓ Selon **MITCHELL**, l'énergie générée par le flux de protons et le mécanisme de phosphorylation reposerait sur un gradient de protons à l'origine de la création de l'énergie sous forme d'ATP.



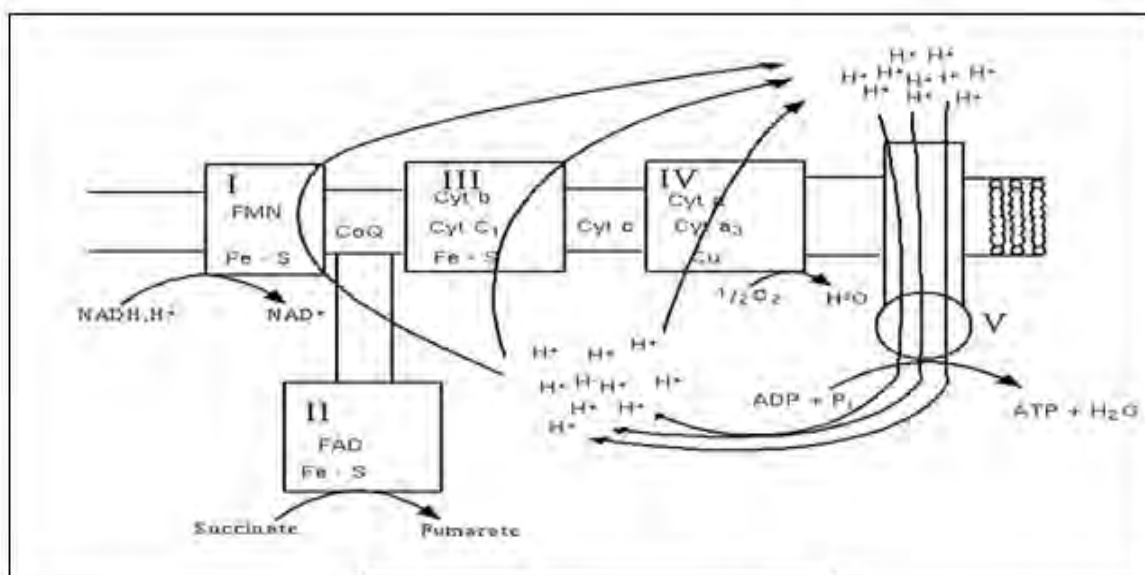
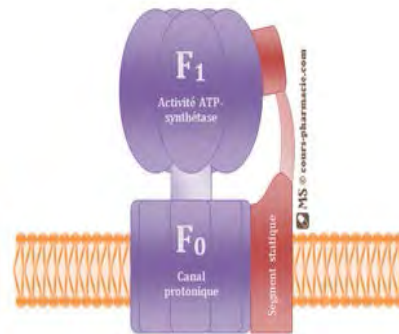
- ✓ Les protons accumulés dans l'espace inter-membranaire créant un gradient électrochimique vont chercher à rejoindre la matrice, c'est la force **proton motrice** ;
- ✓ La membrane interne mitochondriale est imperméable aux protons, seuls les canaux de l'**ATP synthase** « **complexe V** » le sont ;

### L'ATP synthase

- Pompe ionique inversée (passage des protons dans le sens de gradient)
- Sous unité  $F_0$  : intra-membranaire, c'est le canal protonique.
- Sous unité  $F_1$  : elle baigne dans la matrice, et possède l'activité ATP synthase.
- Le passage de proton à travers le canal entraîne un changement de conformation de la sous unité  $F_1$  et phosphorylation de l'ADP en ATP.
- Le passage de 3 protons entraîne la phosphorylation de 1 ADP  $\Rightarrow$   

$$\text{NADH, H}^+ \longrightarrow 3 \text{ ATP}$$

$$\text{FADH}_2 \longrightarrow 2 \text{ ATP}$$



**Figure 3 : schéma récapitulatif**

### Exemple du bilan énergétique de l'oxydation complète d'une molécule de glucose

- Glycolyse  $\longrightarrow 2 \text{ ATP} + 2 \text{ NADH, H}^+$

- Le cycle de Krebs  $\longrightarrow$  pour chaque pyruvate : 4 NADH,H<sup>+</sup>, 1FADH<sub>2</sub>, 1GTP  
(va être converti en ATP)

En tout : 4 ATP

10 NADH,H<sup>+</sup>, 2 FADH<sub>2</sub>, Pris en charge par la chaine respiratoire :

